Resumé (CC1)

ACIDE $pH = -\log_{10}[H_3O^+]$	$pH + pOH = 14$	$pOH = -\log_{10}[OH^-]$ BASE
$[H_3O^+] = C_a + [OH^-]$ $[H_3O^+] = \frac{C_a + \sqrt{C_a^2 + 4.10^{-14}}}{2}$ $[H_3O^+] = C_a$ $[H_3O^+] = 10^{-7}$	FORT solution générale si $C >> 2.10^{-7}$ si $C << 2.10^{-7}$	$[OH^-] = C_b + [H_3O^+]$ $[OH^-] = \frac{C_b + \sqrt{C_b^2 + 4.10^{-14}}}{2}$ $[OH^-] = C_b$ $[OH^-] = 10^{-7}$
$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a - [H_3O^+]}$ $[H_3O^+] = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_aC_a}}{2}$ $[H_3O^+] = \sqrt{K_a C_a}$	faible seul * solution générale* si $\sqrt{K C} < \frac{C}{10}$	$K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b - [OH^-]}$ $[OH^-] = \frac{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4K_bC_b}}{2}$ $[OH^-] = \sqrt{K_b C_b}$
$K_a = \frac{[H_3O^+]\,(C_b + [H_3O^+])}{C_a - [H_3O^+]}$ $[H_3O^+] = \frac{-(K_a+C_b) + \sqrt{(K_a+C_b)^2 + 4K_aC_a}}{2}$ $[H_3O^+] = K_a \frac{C_a}{C_b}$	faible + conjugué* $\leftarrow K_a > K_b$ $K_b > K_a \rightarrow$ solution générale* si $K \frac{C_a}{C_b} < \frac{C}{10}$	$K_b = \frac{[OH^-]\,(C_a + [OH^-])}{C_b - [OH^-]}$ $[OH^-] = \frac{-(K_b+C_a) + \sqrt{(K_b+C_a)^2 + 4K_bC_b}}{2}$ $[OH^-] = K_b \frac{C_b}{C_a}$

* Ces équations ne tiennent pas compte de l'autoprotolyse de l'eau.

Exercices : À partir de la "grande formule", établissez l'équation a) des bases faibles, b) des mélanges tampons.

Réponses :

a) Dans une solution qui ne contient qu'une base, $C_a = 0$ et $[H_3O^+]_{éq} << [OH^-]_{éq}$

b) Dans une solution pas trop diluée (C_a et $C_b > 10^{-3}$ mol/l) qui contient un acide faible et sa base faible conjuguée avec K_a et K_b proches (compris entre 10^{-4} et 10^{-10}), $[H_3O^+]_{éq}$ et $[OH^-]_{éq} << C_a$ et C_b





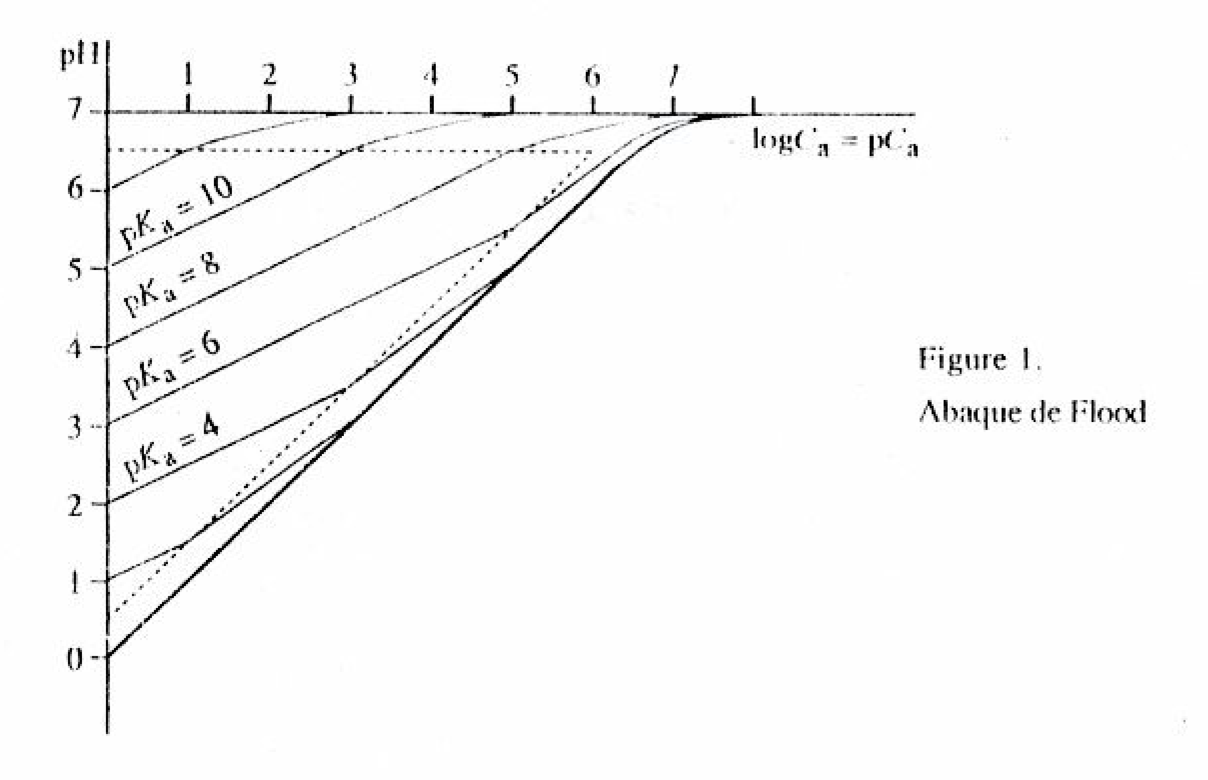


Figure 1.
Abaque de Flood

L'abaque de Flood permet de déterminer graphiquement le pH d'une solution acide selon son pK_a et sa concentration analytique C_a.

En abscisses sont portées les valeurs de $pC_a = -\log C_a$. L'évolution de gauche à droite correspond donc à une dilution croissante. Le pH de la solution est porté en ordonnées.

À l'aide de cette figure, on peut aussi observer le domaine de validité des différentes équations établies.

La droite de pente 1 passant par l'origine correspond à l'ensemble des acides forts (effet de nivellement). En effet, si $[H_3O^+] = C_a$, on obtient $pH = pC_a = -\log C_a$.

À l'intérieur du triangle en pointillés, des obliques de pente 1/2 se rapportent à des acides faibles de pK_a compris entre 2 et 12 : dans cette zone, l'équation approchée des acides faibles est valable. En effet, si $[H_3O^+] = \sqrt{K_a C_a}$, on obtient $pH = 1/2\ pK_a + 1/2\ pC_a$.

Entre ces deux domaines, des droites de pente 3/4 traduisent le comportement d'acides faibles dont le degré de dissociation est compris entre 0,1 et 1. Dans ce cas, on ne peut pas faire l'approximation que $C_a - [H_3O^+] \approx C_a$ donc $[H_3O^+]$ se calcule par une équation du 2è degré.

Enfin, toutes ces droites tendent asymptotiquement vers 7 lorsque la concentration analytique diminue. Pour obtenir cette courbure, il faut tenir compte de l'autoprotolyse de l'eau donc $[H_3O^+]$ se calcule alors par une équation du 3è degré.

Pour des solutions de bases, on peut construire un graphique symétrique en remplaçant les indices a par b et les $[H_3O^+]$ par $[OH^-]$ et vice-versa.




ETUSUP.com